4.1. வெக்டர் அணுமாதிரி (Vector Atom Model)

ரூதர்ஃபோர்டு, போர், சாமர்பெல்டு ஆகியவர்களின் அணுமாதிரி ஹைட்ரஜன் போன்ற எளிய அணுகட்கு மட்டுமே விளக்கம் தர முடிந்தது. ஒன்றிற்கு மேற்பட்ட இணைதிறன் மின்னணுக்கள் (Valence electron) கொண்ட அணுக்களின் நிறமாலைகட்கு, இந்த மாதிரிகள் விளக்கம் தாமுடியவில்லை. போரின் அணுமாதிரி நிறமாலை வரியின் நுண்வரி அமைப்பிற்கு எந்த விளக்கமும் தாமுடியவில்லை. சாமர்பெல்டின் சார்பியல் அணுமாதிரி நுண்வரி அமைப்பிற்கு முழுமையான விளக்கம் தாமுடியவில்லை. H_α வரியிலுள்ள ஐந்து வரிகளில் மூன்று வரிகட்கு மட்டுமே விளக்கம் தாமுடிந்தது. மேலும் இந்த அணுமாதிரிகள், அணுவில் மின்னணுக்கள் எவ்வாறு பகிர்வு கொண்டுள்ளது என்பது பற்றி கூறவில்லை.

புதிதாகக் கண்ட முரணியை சீமன் விளைவு, ஸ்டார்க் விளைவு போன்றவற்றிற்கும் பழைய மாதிரிகள் எந்த விளக்கமும் தர முடியவில்லை. இவ்விளைவுகட்கும், நிறமாலை வரியின் சிக்கலான அமைப்பிற்கும் விளக்கம் தருவதற்காக உலன்பெக் (Unhlenbeck) கௌட்ஸ்மித் (Goudsmit) போன்றவர்கள், போர்-சாமர்பெல்டு அணு மாதிரியை திருத்தியமைத்தார்கள். இவற்றிலுள்ள அளவுகள் எல்லாம் வெக்டர் அளவாகும். எனவே இந்த அணுமாதிரியை **வெக்டர் அணுமாதிரி** என்பர். ஸ்டெர்ன் (stern) - கெர்லாக் (Gerlach) சோதனை வெக்டர் அணுமாதிரிக்குச் சோதனை நிரூபணம் தந்தது. பௌலி, போர், சாமர்பெல்டு லேண்டே போன்றவர்களும் இந்த அணுமாதிரி உருவாக்குவதில் முக்கியப் பங்கு அளித்தார்கள்.

வெக்டர் அணுமாதிரியில் இரு புதிய கருத்துக்கள் புகுத்தப்பட்டன. அவை

Scanned by CamScanner

(1) இடம் அல்லது திசை வரையறுத்தல் (spatial quantisation or quantisation of direction)

(2) தற்சுழற்சி மின்னணு (Spining electron)

(i) இடம் வரையறுத்தல் (Spatial Quantisation)

போரின் கொள்கைப்படி, மின்னணு வட்டப்பாதையில் செல்கிறது. சுற்றுப் பாதையின் ஆரம் மாறாமல் நிலையாக இருப்பதால், மின்னணு ஒரே ஒரு உரிமைப்படி (degree of freedom) மட்டும் கொண்டிருக்கும். சாமர்பெல்டின் நீள்வட்டச் சுற்றுப் பாதையில், மின்னணு இரு உரிமைப்படிகள் கொண்டிருக்கும். மின்னணுவின் சுற்றுப் பாதையை விவரிப்பதற்கு ஆர வெக்டருக்கான குவாண்டம் எண் n_r கோணத்திற்கான குவாண்டம் எண் n_ϕ ஆகிய இரண்டும் போதுமானது. ஆனால் அணு முப்பரிமாணம் கொண்டது. எனவே அணுவில் மின்னணுவின் இயக்கம் முப்பரிமாணமாகும். ஆகவே மின்னணு மூன்று உரிமைப்படிகள் கொண்டிருக்கும். எனவே மின்னணுவின் நிலையை விளக்குவதற்கு மேலும் ஓர் குவாண்டம் நிபந்தனை தேவைப்படுகிறது. பழங் கொள்கைப்படி, முப்பரிமாணச் சுற்றுப்பாதையில் மின்னணு செல்லும்போது, சுற்றுப்பாதை தொடராக எல்லாத் திசைகளிலும் அமையலாம். ஆனால் குவாண்டம் கொள்கைப்படி அமைந்த வெக்டர் அணுமாதிரி, ஒரு குறிப்பிட்ட திசையில் அமைந்த சுற்றுப் பாதைகள் மட்டுமே தேர்ந்தெடுக்கிறது. இதனால் சுற்றுப்பாதை அளவும், திசையும் கொண்டதாகிறது. ஆகவே சுற்றுப்பாதை வெக்டர் அளவியாகிறது. ஆனால் சாமர்பெல்டின் சுற்றுப்பாதையின் அளவிலும், உருவிலும் எந்த மாற்றமும் ஏற்படுவது கிடையாது. முதன் முதலாக சாமர்பெல்டு குவாண்டம் கொள்கை அடிப்படையில் இத்தத்துவத்தைப் புகுத்தினார். சீமன் விளைவில் தோன்றுகின்ற நிறமாலை வரிகளின் பிரிதலுக்கு விளக்கம் தருவதற்காக இக்கொள்கை புகுத்தப்பட்டது. ஒரு சுற்றுப் பாதைக்குரிய திசையை ஒரு புறப் புல விசையின் உதவியால் அறியலாம்.

(ii) தற்சுழற்சி மின்னணு (Spinning of electron)

சிக்கலான நிறமாலை நிகழ்வுகட்கும், நிறமாலை வரிகளின்மீது காந்தப்புலம் ஏற்படுத்தும் விளைவிற்கும் விளக்கம் தருவதற்காக, 1925 ல் உலக்பெக், கௌட்ஸ்மித் என்ற இரு இயற்பியல் அறிஞர்கள் தற்சுழற்சி மின்னணு பற்றிய கருத்தினை வெளியிட்டார்கள். இந்த அனுமானப்படி, கோள்கள் சூரியனைச் சுற்றுவது போன்று, மின்னணு அணுக்கருவைச் சுற்றி சுற்றுப்பாதையில் சுற்றுவதோடு மட்டுமின்றி, தன் அச்சை மையமாகக்

Scanned by CamScanner

கொண்டு தன்னைத்தானேயும் சுற்றிக்கொள்கிறது. இவ்வாறு அணுக்கருவினைச் சுற்றி வருகின்ற மின்னணு சுற்றுப்பாதை இயக்கம், தற்சுழற்சி இயக்கம் என இரு வகையான இயக்கம் கொண்டுள்ளது.

ஓர் அச்சைப் பற்றி சுழலுகின்ற பொருள் எந்திர கோண உந்தம் (Mechanical angular momentum) கொண்டிருக்கும். சுழலும் பொருள் மின்னூட்டம் கொண்டிருந்தால், அது வட்ட மின்னோட்டம் தோற்றுவிக்கிறது. இதனால் காந்த உந்தம் தோன்றுகின்றது. இவ்வாறு மின்னணு தற்சுழற்சி கருத்து புகுத்தப்படுகின்ற காரணத்தால் அணுமாதிரி திருத்தம் அடைகிறது. சுற்றுப்பாதை இயக்கம் காரணமாகவும் தற்சுழற்சி இயக்கம் காரணமாகவும் இருகோண உந்தங்களும், இரு காந்த உந்தங்களும் பெறுகிறது. மொத்த கோண உந்தம் சுற்றுப்பாதை கோண உந்தம், தற்சுழற்சி கோண உந்தம் ஆகியவற்றின் கூடுதலாகும். இதே போன்று மொத்த காந்த உந்தம், சுற்றுப்பாதை காந்த உந்தம், தற்சுழற்சி காந்த உந்தம் ஆகியவற்றின் கூடுதலாகும். இரு கோண உந்தங்கட்கிடையே உள்ள வினை நிறமாலை வரிகளின் பல வகைகளையும், இரு காந்த உந்தங்கட்கிடையே உள்ள வினை நுண்வரி அமைப்பிற்கும் விளக்கம் தருகிறது.

4.2. வெக்டர் அணுமாதிரியிலுள்ள குவாண்டம் எண்கள் (Quantum numbers in vector Atom model)

கொடுக்கப்பட்ட அணுவிலுள்ள ஒவ்வொரு மின்னணுவுடனும் தொடர்பு கொண்டுள்ள குவாண்டம் எண்கள் கீழ்க்கண்டவையாகும்.

(i) மொத்த அல்லது முதன்மைக் குவாண்டம் எண் (n) (Total or Principal Quantum Number)

இது போர்-சாமர்பெல்டு அணுமாதிரியில் பயன்படுத்தியதற்கு இணையாகும். இது n எனும் எழுத்தால் குறிப்பிடப்படுகிறது. மொத்தக் குவாண்டம் எண் சுழியற்ற நேர் முழு எண் மதிப்புகளைப் பெறும் அதாவது $n = 1,2,3 \ldots \infty$ $n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7$ ஆகியவற்றிற்கான மின்னணுவின் ஆற்றல் மட்டம் அல்லது கூடுகள் K,L,M,N,O,P,Q எனும் எழுத்துக்களால் குறிக்கப்படுகிறது. ஒரு கூட்டிலுள்ள மின்னணுக்களின் எண்ணிக்கை $2n^2$ ஆகும். இந்தக் குவாண்டம் எண், மின்னணு அணுக்கருவிலிருந்து அமைந்துள்ள சராசரித் தொலைவினைத் தருகிறது.

(ii) சுற்றுப்பாதை குவாண்டம் எண் (l) (orbital quntum number):

இந்தக் குவாண்டம் எண் மின்னணுவால் அடைத்துக்கொண்ட சுற்றுப்பாதையின் உருவத்தையும், மின்னணுவின் சுற்றுப்பாதை கோண உந்தத்தையும் வரையறுக்கிறது. இது l-எனும் எழுத்தால் குறிக்கப்படுகிறது. இதன் மதிப்பு 0 லிருந்து $(n - 1)$ வரையிலான முழு எண் மதிப்புகளைப் பெறும். ஒவ்வொரு மதிப்பும் ஓர் துணைக்கூட்டினை (Sub-shell) குறிக்கிறது. $l = 0, 1, 2, 3.....$ ஆகியவற்றிற்கான சுற்றுப்பாதை முறையே s, p, d, f... எனும் எழுத்தால் குறிக்கப்படுகிறது. $n = 1$ எனின் $l = 0$. எனவே s சுற்றுப்பாதை மட்டும் அமைந்திருக்கும். $n = 2$ எனின் $l = 0,1$ எனவே இரு சுற்றுப்பாதைகள் இருக்கும். (s,p).

மின்னணுவின் சுற்றுப்பாதை கோண உந்தம் $p_l = lh/2\pi$ அல்லது $l\hbar$. எனும் கோவையால் தரப்படுகிறது. அலை இயக்கவியலில் l என்பது $\sqrt{l(l+1)}$ ஆல் மாற்றப்படுகிறது. எனவே $p_l = \sqrt{l(l+1)} \cdot h/2\pi$ இங்கு h என்பது பிளாங் மாறிலி. சுற்றுப்பாதை குவாண்டம் எண் l, சாமர்பெல்டு கொள்கையில் திசைக்கோணக் குவாண்டம் எண் (azimuthal quantum number)n_ϕற்கு இணையாகும் இரண்டிற்கும் உள்ள தொடர்பு $l = (n_\phi - 1)$.

(iii) தற்சுழற்சிக் குவாண்டம் எண் (s) (Spin Quantum Number)

மின்னணு தன் அச்சை மையமாகக் கொண்டு சுழற்சி அடைகிறது என்பதை விளக்குவதற்காக இந்தக் குவாண்டம் எண் புகுத்தப்பட்டது. தற்சுழற்சிக் குவாண்டம் எண் எப்போதும் குறிப்பிட்ட 1/2 மதிப்பினைப் பெறும். முதலில் இந்த அரை எண் மதிப்பு குவாண்டம் கொள்கைக்கு முரணாகத் தோன்றியது. எனவே மின்னணுவின் தற்சுழற்சி கொள்கை பற்றி மாறுபட்ட கருத்து தோன்றியது. ஆனால் டிராக் (Dirac) அலையியக்கவியல்படி இதற்கு திருப்த்தியான கொள்கை விளக்கம் தந்தார். இதற்குச் சோதனை நிரூபணம் தரப்பட்டது.

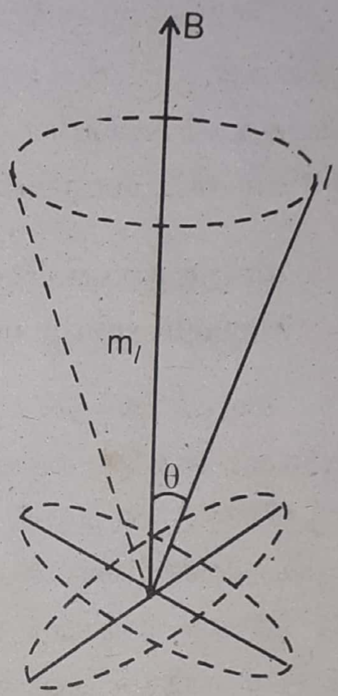
மின்னணு கடிகாரத் திசையிலோ அல்லது கடிகாரத் திசைக்கு எதிர் திசையிலோ தற்சுழற்சி அடையலாம். எனவே s, $+1/2, -1/2$ என்ற இரு மதிப்புகளைப் பெறலாம். தற்சுழற்சி கோண உந்தம் (Spin angular momentum) $P_s = s.h/2\pi$ அல்லது $s\hbar$ ஆகும். இங்கு $s = \pm 1/2$ அலையியக்கவியல்படி $p_s = \sqrt{s(s+1)} . \frac{h}{2\pi}$ ஆகும்.

Scanned by CamScanner

(iv) மொத்தக் கோணக் குவாண்டம் எண் (j) (Total angular Quantum Number)

மின்னணுவின் சுற்றுப்பாதை இயக்கம்,தற்சுழற்சி இயக்கம் ஆகியவற்றால் தோன்றுகின்ற உந்தங்களின் தொகுபயன் கோண உந்தத்தை இது குறிக்கிறது. இது j எனும் எழுத்தால் குறிக்கப்படுகிறது. கணக்கீட்டின்படி, இது l,s ஆகியவற்றின் வெக்டர் கூடுதலாம். அதாவது $j = l + s$ அல்லது $j = l \pm 1/2$. வெக்டர் l –ம், s –ம் இணையாக உள்ளபோது (↑ ↑) நேர் குறியும் l–ம் s–ம் எதிரிணையாக (antiparallel) உள்ளபோது (↑ ↓) எதிர் குறியும் எடுத்துக் கொள்ளப்படுகிறது. மின்னணுவின் மொத்தக் கோண உந்தம் $p_j = jh/2\pi$ அல்லது $j\hbar$ ஆகும். அலையியக்கப்படி $p_j = \sqrt{j(j+1)}\, h/2\pi$ ஆகும்.

அணுவின்மீது எந்தப் புற விசையும் செயற்படாதபோது, மேற்கண்ட நான்கு குவாண்டம் எண்கள் கொண்டு ஓர் அணு குறிக்கப்படுகிறது. அணு ஒன்றினைக் காந்தப்புலத்தில் வைக்கும்போது, இந்தப் புலமானது மின்னணுவின் சுற்றுப்பாதை, தற்சுழற்சி ஆகிவற்றின்மீது ஓர் விசையைக் செயற்படுத்துகிறது. இதனால் காந்தக் குவாண்டம் எண்கள் தோன்றுகின்றன. புலத் திசையானது தேவையான அச்சு ஒன்றை அமைக்கிறது. இதனைச் சார்ந்து காந்தத் திருப்புத் திறன் வரையறுக்கப்படுகின்றன. அவை (1) காந்தச் சுற்றுப்பாதைக் குவாண்டம் எண் (2) காந்த தற்சுழற்சிக் குவாண்டம் எண் (3) காந்த மொத்தக் கோண உந்தக் குவாண்டம் எண்.



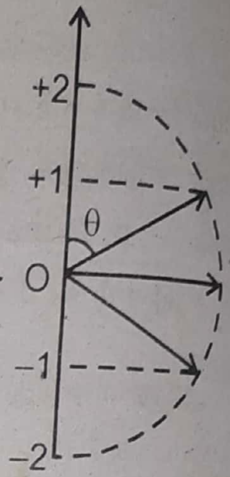
படம் 4-1

(v) காந்த சுற்றுப்பாதை குவாண்டம் எண் (m_l): (Magnetic orbital Quantum number):

காந்தப்புலத்தில் l - வெக்டர் காந்தப் புலத்திசையை அச்சாகக் கொண்டு,அச்சுச் சுழற்சி கொள்கிறது. இதனால் l வெக்டர் அச்சு B –ஐ அச்சாகக் கொண்டு ஒரு கூம்பினைத் தோற்றுவிக்கிறது. திசை வரையறுக்கப்பட்ட வேண்டுமாதலால், l –ன் வீழ்ச்சி (Projection)காந்தப் புலத்திசையில் வரையறுக்கப்படவேண்டும். ஆகவே எந்தக் குறிப்பிட்ட

கோணத்திற்கு வீழ்ச்சி முழு எண்ணாக அமைகிறதோ அந்தத் திசையில் l சாய்ந்திருக்கலாம். புலத்திசையில் l–ன் வீழ்ச்சி காந்தச் சுற்றுப்பாதை குவாண்டம் எண் என்பர். இதன் m_l எனும் எழுத்தால் குறிப்பர்.

படம் 4-1 ல் காட்டியபடி l - வெக்டர் புலத்திசையில் θ கோணம் சாய்ந்துள்ளது. இதன் வீழ்ச்சி $m_l = l\cos\theta$. m_l ன் மதிப்பு முழு எண்ணாக இருக்க வேண்டும், மேலும் $\cos\theta$ ன் மதிப்பு எப்போதும் 1 விட அதிகமாக இருக்கமுடியாது. எனவே அனுமதிக்கப் பட்ட m_l ன் மதிப்பு $+l$ லிருந்து $-l$ வரை அமையும். அதாவது $l, (l-1), (l-2)$ ..... $0, -1, ...(l-2) - (l-1), -l$. இவ்வாறு ஒவ்வொரு மதிப்பிற்கும் m_l மொத்தம் $(2l+1)$ மதிப்புகளைப் பெறும்.



படம் 4-2

$l = 0$ ற்கு $m_l = 0$. $l = 1$ எனின் m_l பெறக்கூடிய மதிப்புகள் $+1, 0, -1$ ஆகும். $l=2$ எனின் m_l பெறக்கூடிய மதிப்புகள் $+2, +1, 0, -1, 2$ இது படம் 4-2 –ல் காட்டப்பட்டுள்ளது.

(vi) காந்தத் தற்சுழற்சி குவாண்டம் எண் (m_s)

(Magnetic spin quantum number)

காந்தப் புலத்தில் l அச்சுச் சுழற்சி கொள்வதுபோன்று, s –வெக்டரும் அச்சுச் சுழற்சி கொள்கிறது. காந்தப் புலத்திசையில் தற்சுழற்சி வெக்டர் s-ன் வீழ்ச்சியின் எண் மதிப்பே காந்த தற்சுழற்சி குவாண்டம் எண் ஆகும். l, m_l ஆகிய வெக்டர்களுடன் ஒப்பிடும்போது, வெக்டர் s காந்தப் புலத் திசையை நோக்க சுழி நீங்கலாக $(2s+1)$ அனுமதிக்கப்பட்ட நிலைகளைப் பெறும். ஆகவே காந்தக் குவாண்டம் எண் m_s, $-s$ லிருந்து $+s$ வரையிலான $(2s+1)$ மதிப்புகளைப் பெறலாம். s-ன் மதிப்பு எப்போதும் $\pm 1/2$ ஆகும். இது எப்போதும் சுழியாக இருக்கமுடியாது. ஆகவே m_s என்பது $+1/2$ அல்லது $-1/2$ ஆகிய இரு மதிப்புகளையே பெறமுடியும்.

(vii) காந்த மொத்தக் கோண குவாண்டம் எண் (m_j)

(Magnetic total angular momentum Quantum number):

இது மொத்தக் கோண உந்த வெக்டர் j புலத்திசையில் பெறும் வீழ்ச்சிகளின் எண் மதிப்பாகும். இது m_j எனும் எழுத்தால் குறிக்கப்படுகிறது. j முழு அரை எண் மதிப்புகள் பெறுகின்ற காரணத்தால் m_j பெறுகின்ற மதிப்புகள் $-j, -(j-1), ... -1, 0, +1,.....(j-1), j$ எனவே m_j பெறக்கூடிய மொத்த மதிப்புகள் $(2j+1)$

Scanned by CamScanner

4-3. இணைப்பு முறைகள் (Coupling Shcmes)

ஓர் முழுமையான அணுவினைக் கருதுவோம். இவற்றிலுள்ள ஒவ்வொரு மின்னணுவின் வெக்டர்களை இணைக்கவேண்டும். தொகுபயன் வெக்டர் L,S,J எனும் பெரிய எழுத்துகளாலும், அணுவின் பல நிலைகள் S,P,D,F..... எனும் எழுத்துக்களாலும் குறிப்பிடப்படுகிறது. திசை வரையறுத்தலுக்கான விதிகள் தொகுபயன் வெக்டருக்கும் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

வெக்டர்களை இணைப்பதற்கு பல இனைப்பு முறைகள் உள்ளன. இந்த முறையானது வெக்டர் கூறுகட்கிடையே உண்டான செயற்பாட்டினைச் சார்ந்திருக்கும். பொதுவாக இரு வகையான இணைப்பு முறைகள் வழக்கத்தில் உள்ளன. அவை

(i) L-S இணைப்பு அல்லது ரூசல் சாண்டர் இணைப்பு (L-S coupling or Russel-Saunder's Coupling)

(ii) j-j இணைப்பு (j-j coupling)

(i) L-S இணைப்பு முறை : இந்த வகையான இணைப்பு முறை அடிக்கடி நிகழ்வதால் இந்த முறையை இயல்பு இணைப்பு (normal couplig) என்பர். இந்த வகையான இணைப்பில் ஒவ்வொரு தனிப்பட்ட மின்னணுவின் தற்சுழற்சி வெக்டர் s முழுவதையும் கூட்ட தொகுபயன் வெக்டர் S கிடைக்கிறது.

$$S = s_1 + s_2 + ...$$

இதே போன்று l-வெக்டர்களைக் கூட்ட L வெக்டர் கிடைக்கிறது.

$$L = l_1 + l_2 + ...$$

பின்பு S - வெக்டரையும், L - வெக்டரையும் கூட்ட தொகுபன் வெக்டர் J கிடைக்கிறது. இது அணுவின் மொத்தக்கோண உந்தத்தைத் தருகிறது.

$$J = L + S$$

அல்லது $(s_1 + s_2 + ...) + (l_1 + l_2 + ...) = S + L = J$

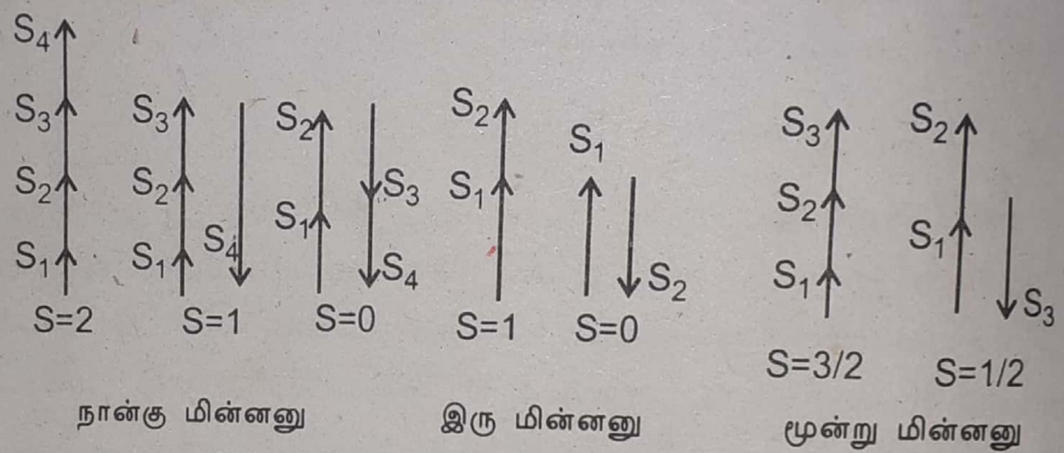
மாறுபட்ட பல தற்சுழற்சி வெக்டர்கட்கிடையேயும்,பல மாறுபட்ட சுற்றுப்பாதை வெக்டர்கட்கிடையேயும் உள்ள செயற்பாடு தனிப்பட்ட மின்னணுவின் சுற்றுப்பாதை, தற்சுழற்சி வெக்டர்கட்கிடையே உள்ள செயற்பாட்டைவிட வலிமையாக உள்ளபோது, இவ்வகையான இணைப்பு ஏற்படுகிறது. இவ்வகையான இணைப்பில்

Scanned by CamScanner

(1) L,S,J ஆகிய மூன்று வெக்டர்களும் வரையறுக்கப்பட்டவை.

(2) தொகுபயன் சுற்றுப்பாதை குவாண்டம் எண் L ஒரு முழு எண்ணாகும். இதில் சுழியும் அடங்கும் L =0,1,2 .....

(3) S - ன் மதிப்பு முழு எண்ணாகவோ அல்லது அரை எண்ணாகவோ இருக்கும். இது மின்னணுவின் எண்ணிக்கையையும், தற்சுழற்சி வெக்டர் திசையையும் சார்ந்திருக்கும். ஒற்றை மின்னணுவிற்கு S = 1/2. இரு மின்னணுகட்கு S =1 அல்லது 0. மூன்று மின்னணுகட்கு S= 3/2 அல்லது 1/2 நான்கு மின்னணுகட்கு S =2,1 அல்லது 0. இவை படம் 4-3 ல் காட்டப்பட்டுள்ளது. மின்னணுவின் எண்ணிக்கை இரட்டைப்படையாக இருக்கும்போது S-ன் மதிப்பு முழு எண்ணாகவும், ஒற்றைப்படையாக இருக்கும்போது, அரை எண்ணாகவும் இருக்கும்.



படம் 4-3

(4) வெக்டர் J என்பது வெக்டர் L,S ஆகியவற்றின் கூட்டுத் தொகையாகும். இரட்டைப்படையாக உள்ள மின்னணு அமைப்பிற்கு S – ன் மதிப்பு முழு எண்ணாக இருக்குமாதலால் J - ன் மதிப்பு முழு எண்ணாக இருக்கும் (0,1,2 .....). ஒற்றைப்படை மின்னணு அமைப்பிற்கு S–ன் மதிப்பு அரை எண்ணாக இருக்குமாதலால், J –ன் மதிப்பு அரை முழு எண் மதிப்புகளைப் பெறும் $\left(\frac{1}{2}, \frac{3}{2} \ldots\ldots\right)$. J அணுவின் மொத்தக் கோண உந்தத்தைக் குறிப்பதால், இதன் மதிப்பு எப்போதும் நேர் குறி கொண்டதாக இருக்கும். எதிர் குறி பெற்றிருக்க முடியாது.

(5) L > S எனில், J பெறும் மதிப்புகள் (2S + 1). ஆனால் L < S எனில் J பெறும் மதிப்புகள் (2L + 1). L = 0. எனின், J=S. எனவே J ஒரே ஒரு மதிப்புதான் பெறும்.

Scanned by CamScanner

எடுத்துக்காட்டாக L= 2, S =1, எனின் L > S இப்போது $2S+1 = 2\times 1+1 = 3$. எனவே பெறக்கூடிய மதிப்புகள் L + S லிருந்து L-S வரையாகும். $L + S = 2 + 1 = 3, L - S = 2 - 1 = 1$. எனவே J பெறும் மதிப்புகள் 3,2,1

இதேபோன்று L =2, S =3/2 எனின் L > S. எனவே J பெறக்கூடிய மதிப்புகள் $2S + 1 = 2 \times \frac{3}{2} + 1 = 4$

$$\therefore L + S = 2 + \frac{3}{2} = \frac{7}{2};\ \ L - S = 2 - \frac{3}{3} = \frac{1}{2}$$ எனவே J பெறக்கூடிய

மதிப்புகள் $\frac{7}{2}, \frac{5}{2}, \frac{3}{2}, \frac{1}{2}$

(ii) j-j இணைப்பு முறை (j-j coupling scheme)

சில நேரங்களில் தனிப்பட்ட மின்னணுக்களின் தற்சுழற்சி வெக்டருக்கும், சுற்றுப்பாதை வெக்டருக்குமிடையே உள்ள வினையானது வெவ்வேறு மின்னணுக்கட்கிடையே உள்ள l-க்கும் s-க்கும் இடையே உள்ள வினையைவிட அதிகமாக இருக்கும். இந்நிலையில் ஒவ்வொரும் மின்னணுக்களையும் முதலில் கணக்கில் கொள்ளவேண்டும். ஆகவே ஒவ்வொரு மின்னணுக்கும் உண்டான j-ஐக் கணக்கிடவேண்டும். அதாவது $j_1 = (l_1 + s_1)$. இவ்வாறு ஒவ்வொரு மின்னணுக்கும் உண்டான j-ன் மதிப்புகளைக் கூட்ட J வெக்டர் கிடைக்கும். இவ்வாறு ஒரு அணுவிற்குக் கணக்கிட்டால்.

$$(l_1 + s_1) + (l_2 + s_2) + ... = j_1 + j_2 + ... J$$

அல்லது $$\Sigma\ (l_i + s_i) = \Sigma\ j_i = J$$

4. பௌலியின் தவிர்க்கைத் தத்துவம்
(Pauli's Exclusion Principle)

ஓர் அணுவிலுள்ள மின்னணு, குவாண்டம் நிலைகள் (Quantum states) என அழைக்கப்படும் பல தனித்தனியான ஆற்றல் மட்டங்களில் ஒரே ஒரு மட்டத்தில்தான் அமைய முடியும். ஓர் அணுவிலுள்ள மின்னணுவின் குவாண்டம் நிலை முதன்மைக் குவாண்டம் எண் (n), சுற்றுப்பாதை குவாண்டம் எண் (l) காந்த சுற்றுப்பாதைக் குவாண்டம் எண் (m_l) காந்த தற்சுழற்சி குவாண்டம் எண் (m_s) எனும் நான்கு குவாண்டம் எண்களால் முழுமையாகக் குறிப்பிடுகிறது. பௌலியின் தவிர்க்கைத் தத்துவப்படி ஓர்

Scanned by CamScanner

அணுவிலுள்ள இரு மின்னணுக்கள் ஒரே குவாண்டம் நிலையில் அமையமுடியாது அல்லது ஓர் அணுவிலுள்ள இரு மின்னணுக்களின் நான்கு குவாண்டம் எண்களும் ஒன்றாக இருக்கமுடியாது. அதாவது ஒரு அணுவில் எல்லா வகைகளிலும் ஒத்த குவாண்டம் எண் கொண்ட இரு மின்னணுக்கள் இருக்கமுடியாது. இவ்வாறு அமையின் இரண்டில் ஒரு மின்னணு தவிர்க்கப்படுகிறது. ஆகவே இந்தத் தத்துவத்தை **தவிர்க்கைத் தத்துவம்** (exclusion principle) என்பர். இது ஒரு அனுபவ விதி (empirical law) ஆகும்.

வலுவான காந்தப் புலம் செயற்படும்போது, ஒரு நிலையிலுள்ள மின்னணுவின் நிலையை வரையறுக்க n, l, m_l, m_s எனும் குவாண்டம் எண்கள் பயன்படுத்தப்படுகிறது. இரு மின்னணுகட்கு n, l, m_l சமமாக இருந்தால், ஒரு மின்னணுவிற்கு $m_s = +1/2$ ஆகவும் அடுத்த மின்னணுவிற்கு $m_s = -1/2$ ஆகவும் இருக்கவேண்டும். இவ்வாறு இல்லையெனின் இரு மின்னணுக்களும் சமமான குவாண்டம் எண் கொண்டிருக்கும். இரண்டில் ஒன்று இந்த அமைப்பிலிருந்து விலக்கப்படுகிறது.

காந்தப்புலம் இல்லாவிட்டாலோ அல்லது வலிவற்ற காந்தப் புலம் செயற்பட்டாலோ ஒரு மின்னணுவின் நிலையைக் குறிக்க n, l, j, m_j என்ற குவாண்டம் எண்கள் பயன்படுத்தப்படுகிறது. இந்தத் தத்துவத்தை முதன்முதலாக பெளலி சோதனைமூலம் கண்ட உண்மைகட்கு விளக்கம் தருவதற்காக அறிமுகப்படுத்தினார். இது அணுவிலுள்ள மின்னணுக்களின் அமைப்பினைப் பற்றி ஆய்வதற்கு மிகவும் பயன்படுகிறது.

Scanned by CamScanner

4-6. தனிம அட்டவணை (Periodic Table)

பல தனிமங்களை ஒரு சீரான முறையில் அடுக்கிய அட்டவணையே தனிம அட்டவணையாகும். ரஷ்ய அறியவியலாளர் **மெண்டலீஃவ்** (Medeleff) என்பவர்தான் முதன்முதலில் தனிமங்களின் வேதியியல் குணம், அணு எடை கொண்டு ஒழுங்குபடுத்தினார். இவர் கொள்கையின்படி தனிமங்களின் பண்புகள் அவற்றின் அணு எடையைச் சார்ந்து சீராக மாறும். **மோஸ்லி** (Mose-ly)-யின் X -கதிர் ஆய்விலிருந்து, அணுக்களின் சீரான பண்பு மாற்றத்திற்கு அணு எண்ணே முக்கியம், அணு எடையல்ல என்ற உண்மை வெளியாயிற்று.

Scanned by CamScanner

அணு எண்ணின்படி 1, 2, 3 ..... என்று 92 வரை ஒழுங்குபடுத்தினால், அணுக்களின் வேதியியல், இயற்பியல் குணங்கள் வரிசையாக ஒழுங்கா மாறிக்கொண்டேபோய், ஒரு குறிப்பிட்ட குணங்களையே ஒத்ததாக இருப்பது தெரியவந்தது.

தனிம அட்டவணையில் ஏழு கிடைமட்ட வரிசைகள் (Horizontalrows) உள்ளன. இவற்றை **மடக்கை** (poriod)என்பர்.ஒரு வரிசையில் இடமிருந்து வலமாகச் சென்றால் தனிமங்களின் அணு எண்கள் படிப்படியாக அதிகரிக்கின்றன. இந்தத் தனிமங்களின் வேதியியல் பண்புகளும்,இயற்பியல் பண்புகளும் படிப்படியாக மாறுகின்றன. இந்த அட்டவணை எட்டு செங்குத்துப் பத்திகளாகவும் (Vertical column) பிரிக்கப்பட்டுள்ளது. இதனை **தொகுதி** (Group) என்பர். இவை ஒவ்வொன்றிலும் ஒரே வகையான பண்புகளைக் கொண்ட தனிமங்கள் அடங்கியுள்ளன.

முதல் மடக்கில் அல்லது முதல் அலைவு இடைவெளியில் (Ist period) இரண்டே தனிமங்களும், இரண்டாவது, மூன்றாவது மடக்கில் எட்டு தனிமங்களும், 4 வது, 5 வது மடக்குகளில் 18 தனிமங்களும்,6வதில் 32 ம் 7 வதில் 16 தனிமங்களும் அடங்கியுள்ளன. இது அறிவியல் அடிப்படையில் ஒழுங்குபடுத்தப்பட்டுள்ளது. இந்த அமைப்பினை அணுவில் அமைந்த மின்னணு அமைப்பு கொண்டு விளக்கலாம்.தனிமங்களின் பண்பு மாற்றத்திற்கும் விளக்கம் தரலாம்.

தனிம அட்டவணையில் அடுத்தடுத்த தனிமங்களின் அணுவானது படிப்படியாக ஒரு மின்னணு அதிகரிப்பதால் தோன்றுகிறது. இந்த அட்டவணையானது மின்னணு பல கூடுகளில் அமைந்திருப்பதையும்,புதிய கூடுகள் தோன்றுவதையும் உறுதிபடுத்துகிறது.

மந்த வாயுக்களான (inert gases) ஹீலியம் (He) நியான் (Ne), ஆர்கான் (H) கிரிப்டான் (Kr), செனான் (Xe), ரேடான் (Rn) போன்றவை வேதியியல் முறையில் செயலற்றவையாகும். இந்த தனிம அணுவிலுள்ள மின்னணுக்கள் 2, 10, 18, 36, 54, 86. இந்த எண்களை பின்வருமாறு எளிய எண்ணியல் தொடர்களாக அமைக்கலாம் எனும் கருத்தினை ரிட்பர்க் கூறினார்.

$$Z = 2(1^2 + 2^2 + 2^2 + 3^2 + 3^2 + 4^2 + ...)$$

உதாரணமாக

$$He = 2 = 2 \times 1^2$$

$Ne = 10 = 2(1^2 + 2^2)$

$A = 18 = 2(1^2 + 2^2 + 2^2)$

$Kr = 36 = 2(1^2 + 2^2 + 2^2 + 3^2)$

$Xe = 54 = 2(1^2 + 2^2 + 2^2 + 3^2 + 3^2)$

$Rn = 86 = 2(1^2 + 2^2 + 2^2 + 3^2 + 3^2 + 4^2)$

இத்தொடர் மந்தவாயுக்களிலுள்ள மின்னணுக்கள் பல கூடுகளில் அமைந்துள்ளது. என்பதைத் தெளிவாக்கிறது. எடுத்துக்காட்டாக H_e அணு இரு மின்னணுக்கள் கொண்ட ஒரு கூடும், $N_e \rightarrow 2, 8$ மின்னணுக்களைக் கொண்ட இரண்டு கூடுகளும், A அணு 2,8,8 மின்னணுக்கள் கொண்ட மூன்று கூடுகளும், K_r அணு 2, 8, 8, 18 மின்னணுக்கள் கொண்ட நான்கு கூடுகளும், Xe அணு 2, 8, 8, 18, 32 மின்னணுக்கள் கொண்ட 5 கூடுகளும் பெற்றிருக்கும். முதல் கூடு K கூடு என்றும், மற்றவை L,M,N,O,P, Q(n = 2,3,4,5 .....) கூடுகள் எனவும் அழைக்கப்படுகிறது.

இந்தத் தனிமங்கள் வேதியியல் செயலற்றவையாகவும், நிலைத்தன்மை பெற்றதாகவும் இருக்கிறது. ஆகவே பொதுவாக 2, 10, 18, 36 ... போன்ற மின்னணுக்கள் கொண்ட அணு நிலைத்தன்மையை அதிகப்படுத்துகிறது. என்பது பொது விதி. மந்த வாயுக்கட்கு இரு பக்கங்களிலும் அமைந்திருக்கும் தனிமங்கள் மிகுந்த வேதியியல் செயல் கொண்டதாகவும், ஒரே பண்பு கொண்டதாகவும் உள்ளது. எடுதத்துக்காட்டாக L_i (3), Na (11), K (19), R_b (37) Cs (55) போன்ற தனிமங்கள் நிலையான அமைப்பினை பெறுவதற்கு தேவையான மின்னணுவினைவிட ஒன்று அதிகமாக உள்ளது. இவை ஒரே பண்பு கொண்ட காரத் தொகுதியைச் (Alkali Group) சேர்ந்த உலோகம். அடுத்து வரக்கூடிய Be(4), Mg(12), Ca(20), Sr(38), Ba(88). இவை இரண்டு மின்னணுக்கள் அதிகமாக பெற்றுள்ளது. இவை ஒரே மாதிரிப் பண்புகொண்ட புவிக் காரங்கள் (Alkaline earth). எதிர் திசையில் அமைந்த (F (9), *Cl* (17), Br (35), I (53) தனிமங்களைக் கருதுவோம்.. இவை நிலையான அமைப்புப் பெறத் தேவையான மின்னணுக்களைவிட ஒன்று குறைவாக உள்ளது. இவை ஒரே குணம் கொண்ட ஹலோஜன் (Halogen) ஆகும். இவற்றிலிருந்து தனிமங்களின் வேதியியல், இயற்பியல் பண்பு அவ்வணுவின் வெளிக் கூட்டிலுள்ள மின்னணுக்களைச் சார்ந்துள்ளது என்பது தெரிகிறது.

Scanned by CamScanner

பௌலியின் தவிர்க்கைத் தத்துவப்படி தனிம அட்டவணைக்கு சரியான விளக்கம்தரலாம். n, l, m_l, m_s எனும் நான்கு குவாண்டம் எண்கள் கொண்டு ஓர் மின்னணுவினை வரையறுக்கலாம். பௌலியின் தவிர்க்கைத் தத்துவப்படி ஒரே குவாண்டம் எண்கள் கொண்ட இரு மின்னணுக்கள் ஒரே நிலையில் இருக்கமுடியாது. அடிமட்ட ஆற்றல் நிலையிலிருந்து ஒவ்வொரு மின்னணுவினைக் கூட்டுவதன்மூலம் பல அணுக்களை உண்டாக்கலாம்.

கொடுக்கப்பட்ட n -க்கு $l = 0, 1, 2, \ldots (n-1)$ மதிப்பினையும், $m_l = l, (l-1) \ldots\ldots -1(l-!), -l$ மதிப்பியும் பெறும். $l=0$ என்பது s துணைக்கூடு, $l=1$ என்பது p துணைக்கூடு, $l=2$ எனின் d - துணைக்கூடு, $l=3$, f துணைக்கூடு எனவும் அழைக்கப்படுகிறது. $m_s = \pm 1/2$.

பௌலியின் தவிர்க்கைத் தத்துவப்படி ஒரு கூட்டில் இருக்கும் அதிகப்படியான மின்னணுக்கள்

n =1,	K கூடு	2 மின்னணுக்கள்	s^2
n =2	L கூடு	8 மின்னணுக்கள்	$s^2 p^6$
n = 3	M கூடு	18 மின்னணுக்கள்	$s^2 p^6 d^{10}$
n =4	N கூடு	32 மின்னணுக்கள்	$s^2 p^6 d^{10} f^{14}$

இவற்றிலிருந்து (1) முதன்மைக் குவாண்டம் எண் n - கொண்ட அணுக்கூட்டில் $2n^2$ மின்னணுக்களும், (2) n - கூட்டில் n - துணைக் கூடுகளும் இருக்கும் என்பதும் தெரிகிறது.

l குவாண்டம் எண் கொண்ட ஒவ்வொரு துணைக் கூட்டிலும் $(2l + 1)$ மின்னணுக்கள் இருக்கும் இவற்றை இணைமாற்று மின்னணு (equivalent electron) என்பர்.

முற்றுப்பெற்ற கூடு அல்லது துணைக் கூட்டிலுள்ள மின்னணுக்களின் கோண உந்தம் சமன் செய்யப்பட்டுவிடுவதால், இக்கூடுகள் அணுவிற்கு எந்தக் கோண உந்தமும் அளிக்காது. ஆகவே ஒரு அணுவின் கோண உந்தமானது, முற்றுப் பெற்ற கூடுகட்கு வெளியே உள்ள மின்னணுக்களால் கிடைக்கிறது. இவையே அணுவிற்கு வேதியியல் பண்பிணையும், இயற்பியல் பண்பினையும் தருகின்றன. எனவே இவற்றை இணைதிறன் மின்னணு என்பர்.

தனிம அட்டவணை முதல் வரிசையில் K - கூடு இரு மின்னணு பெற்று அவ்வரிசை முடிகிறது. இரண்டாம் வரிசை L - கூடுடன் Li - ல் தொடங்குகிறது.

Scanned by CamScanner

இவ்வரிசை 8 மின்னணு கொண்டு முற்றுப் பெற்று நியானுடன் முடிவடைகிறது. மூன்றாவது வரிசையில் M-கூடு தோன்றுகிறது. Naல் தொடங்கி 8 மின்னணுவுடன் முற்றுப்பெற்று ஆர்கனுடன் முடிவடைகிறது.

நான்காவது நீண்ட வரிசையில் N கூடு தோன்றுகிறது. இவ்வரிசையில் M கூடானது மேலும் மின்னணுக்கள் பெற்று 18 மின்னணுக்கள் கொண்டு கூடு முற்றுப்பெறுகிறது. கிரிப்ட்ரானுடன் முற்றுப்பெறும் இவ்வரிசையில் N கூட்டில் 8 மின்னணுக்கள் இருக்கும்.

இதேபோன்று ஐந்தாம் வரிசையில் N- கூடு 18 மின்னணு கொண்டு முற்றுப்பெறுகிறது. O கூடானது சியானுடன் 8 மின்னணு பெற்று முற்றுப் பெறுகிறது. புவி அரிய தனிமங்களின் வெளிக்கூடுகள் (O,p) N கூடு மொத்தம் 32 மின்னணுக்கள் பெற்று முற்றுப் பெறும்வரை மாற்றமின்றி இருக்கின்றன. வரிசை முடிவில் அமைந்த மந்தவாயு ரேடான் P கூட்டில் 8 மின்னணு பெற்றிருக்கும்.

அணுக்கருவைச் சுற்றியுள்ள கூடுகளில் வெளிக் கூட்டிலுள்ள மின்னணுக்களின் அமைப்பைப் பொறுத்தே அந்த அணுவின் வேதியியல் பண்புகள் அமைந்திருக்கும். வெளிக் கூட்டில் ஒரே மாதிரியான மின்னணு அமைப்புக் கொண்ட அணுக்கள் எல்லாம் ஒரே விதமான வேதியியல் பண்புகள் உடையவையாக இருக்கும்.

4-7. மின்னணு நிலை அமைப்பிற்கு எடுத்துக்காட்டுகள்.

(Examples of electron configuration)

அணுக்கருவினைச் சுற்றி மின்னணுக்கள் பல மாறுபட்ட துணைக் கூடுகளில் எவ்வாறு பகிர்வு கொண்டுள்ளது என்பதை மின்னணுவின் நிலை அமைப்பாகும். மின்னணுக்கள் எவ்வாறு அணுவில் அமைந்துள்ளன என்பதை பௌலியின் தவிர்க்கைத் தத்துவம் எடுத்துக்காட்டுகிறது. மின்னணுவின் நிலை அமைப்பினைக் குறிப்பதற்கு சிறிய எழுத்துக்கள் பயன்படுத்தப்படுகிறது. l = 0, 1, 2, 3, 4, ... என்பவை s, p, d, f ..... ஆல் குறிக்கப்படுகிறது.

$l = 0$ எனின் இதனை s-மின்னணு எனவும், $l = 0$ எனின் p-மின்னணு எனவும் ..... அழைக்கப்படுகிறது. முதன்மைக் குவாண்டம் எண் n, l -ன் மதிப்பினைக் குறிக்கும் எழுத்திற்கு முன்பாகச் சேர்க்கப்படுகிறது. எடுத்துக்காட்டாக n =2, l =0 என்ற நிலை 2s எனவும் n = 4 , l = 2 என்ற நிலை 4d எனவும் குறிப்பிடுகிறது. சம n-ம், l-ம் கொண்ட மின்னணுக்களின்

Scanned by CamScanner

எண்ணிக்கை, l-ன் மதிப்பினைக் குறிக்கும் எழுத்திற்கு மேல் வலப்பகுதியில் (upper right) குறிக்கப்படுகிறது. சோடியத்தில் 11 மின்னணுக்கள் உள்ளன. இது $1s^2 2s^2 2p^6 3s$ எனக் குறிக்கப்படுகிறது. அதாவது சோடியத்தில் இரு 1s மின்னணுவும், இரு 2s மின்னணுவும், ஆறு 2p மின்னணுவும், ஒரு 3s மின்னணுவும் உள்ளன. ஒரு சில தனிமங்களில் மின்னணு எவ்வாறு நிலையமைப்புக் கொண்டுள்ளது என்பதை இங்கு பார்ப்போம்.

ஹைட்ரஜன் (Z = 1) : இதில் ஒரே ஒரு மின்னணு மட்டுமே உள்ளது. இது முதல் கூடு K-ல் அமையும். இங்கு $n=1$, $l = 0$, $m_l = 0$. ஒற்றை மின்னணு $m_s = +1/2$ அல்லது $-1/2$ என்ற இரு மாறுபட்ட நிலையில் அமையலாம். இதனை 1 s எனக் குறிப்பிடப்படுகிறது. இங்கு 1 என்பது $n=1$ என்பதையும், s - என்பது $l = 0$ என்பதையும் குறிக்கிறது. பௌலியின் தவிர்க்கைத் தத்துவப்படி K கூட்டில் இரு மின்னணுக்கள் இருக்கலாம். எனவே ஹைட்ரஜன் உயர் வேதியியல் செயல்திறன் கொண்டிருக்கும்.

ஹீலியம் (Z = 2): இதில் இரு மின்னணுக்கள் உள்ளன. ஆகவே K கூடு முற்றுப் பெறுகிறது. ஆகவே ஹீலியம் ஒரு மந்த ஒரணு வாயுவாகும். இயல்பான ஹீலியம் அணுவை $\boxed{1s^2}$ எனும் குறியால் குறிப்பர். ஆகவே $n = 1$, $l = 0$. மொத்த மின்னணுக்களின் எண்ணிக்கை s- ன் மேற்பகுதியில் காட்டப்பட்டுள்ளது. செவ்வக அடைப்பு $\boxed{}$ இரு மின்னணுக்களும் ஒரு கூட்டில் முற்றுப் பெற்றுவிட்டது என்பதைக் காட்டுகிறது.

லித்தியம் (z = 3) : இதில் மூன்று மின்னணுக்கள் உள்ளன. இதில் இரு மின்னணுக்கள் K கூட்டில் அமைகிறது. மூன்றாவது மின்னணு L கூட்டில் அமையும். L கூட்டிலுள்ள முற்றுப்பெறாத மின்னணு இணைதிறன் மின்னணுவாகும். லித்தியம் $\boxed{1s^2}$ 2s எனும் குறியால் குறிக்கப்படுகிறது. மூன்றாவது மின்னணு சுற்றுப்பாதை $n=2$ ல் அமைகிறது. 2s மின்னணு வலிவற்றுப் பிணைக்கப்பட்டுள்ளது.

சோடியம் (Z=11) : இதில் 11 மின்னணுக்கள் உள்ளன. பௌலியின் தவிர்க்கைத் தத்துவப்படி 10 மின்னணுக்கள் K,L கூட்டில் அமைந்திருக்கும். K கூடு இரு மின்னணுக்களையும், L கூடு 8 மின்னணுக்களையும் பெற்று முற்றுப் பெறுகிறது. 11வது மின்னணு M கூட்டில் அமையும். K கூட்டிலுள்ள மின்னணு $1s^2$ எனும் குறியால் குறிக்கப்படுகிறது. L கூட்டிலுள்ள 8 மின்னணுக்களில் 2 மின்னணுக்கள் முதல் துணைக் கூட்டில் ($l = 0$) அமைந்திருக்கும். இதனை $2s^2$ எனும் குறியால் குறிப்பர். மீதமுள்ள 6 மின்னணுக்களும் இரண்டாவது துணைக் கூட்டில் ($l = 1$) அமைந்திருக்கும்.

Scanned by CamScanner

இதனை $2p^6$ எனும் குறியால் குறிப்பர். M கூட்டிலுள்ள 11 வது மின்னணு இணைதிறன் மின்னணுவாகும். இது 3s - ஆல் குறிக்கப்படுகிறது. ஆகவே சோடியம் அணுவின் நிலையமைப்பினை $1s^2 2s^2 2p^6$ 3s எனும் குறியால் குறிக்கப்படுகிறது.

அலுமினியம் (z = 13) : இதிலுள்ள 13 மின்னணுக்களில் 10 மின்னணுக்கள் முதல் இரு கூட்டில் அமைந்திருக்கும், 11, 12 ஆவது மின்னணுக்கள் s மின்னணக்களாகும். 13 வது மின்னணு p மின்னணுவாகும். ஆகவே அலுமினியத்தின் நிலையமைப்பு $1s^2 2s^2 2p^6$ $3s^2 3p$

செம்பு (z = 29) : 29 மின்னணுக்களில் இரு மின்னணுக்கள் K கூட்டிலும், 8 மின்னணுக்கள் L கூட்டில் இரு துணைக் கூடுகளிலும், 18 மின்னணுக்கள் M கூட்டில் மூன்று துணைக் கூடுகளிலும் அமைந்துள்ளன. 29 ஆவது மின்னணு இணைதிறன் மின்னணு N கூட்டில் அமைகிறது. எனவே மின்னணு நிலையமைப்பு.

$$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s$$

இதே போன்று எல்லாத் தனிமங்களின் நிலையமைப்பையும் காட்டலாம்.

4-7 சுற்றுப்பாதை மற்றும் தற்சுழற்சி இயக்கத்தால் மின்னணுவின் காந்தத் திருப்புத்திறன் போர் மேக்னெட்டான்

(Magnetic moment due to orbital and spin motion of the electron - Bohr magneton)

மின்னணுவானது அணுக்கருவினைச் சுற்றி இரு வகையான இயக்கம் கொண்டுள்ளது. (1) சுற்றுப்பாதை இயக்கம் (2) தற்சுழற்சி இயக்கம். இந்த இரு வகையான இயக்கம் காரணமாக, மின்னணு இரு வகையான காந்தத் திருப்புத்திறன் கொண்டிருக்கும். (1) சுற்றுப்பாதை காந்தத் திருப்புத்திறன் (2) தற்சுழற்சி காந்தத் திருப்புத் திறன.

(i) சுற்றுப்பாதை காந்தத் திருப்புத்திறன் (μ_1)

(Orbital magnetic moment)

அணுக்கருவினை சுற்றி வருகின்ற மின்னணு ஓர் சிறிய மின்னோட்ட வளையமாகும். எனவே மின்னணு காந்தப் புலத்தினைத் தோற்றுவிக்கிறது. இவ்வாறு மின்னணு காந்த இரு முனை (Magnetic dipole) போன்று செயற்படுகிறது.

Scanned by CamScanner

மின்னணுவின் நிறை m எனவும், மின்னூட்டம் e எனவும் கொள்வோம். இதனால் தோன்றுகின்ற மின்னோட்டத்தின் அளவு,

$$i = e/T \qquad \dots (1)$$

இங்கு T என்பது மின்னணுவின் சுற்றுப்பாதை நேரம்.

மின்னோட்ட வளையத்தின் பரப்பளவு A எனின்,மின்னோட்டம் i - ஆல் தோற்றுவிக்கப்படும் சுற்றுப்பாதை காந்தத்திருப்புத்திறன்.

திருப்புதிறன் $$\mu_l = iA = \frac{e}{T} \cdot A \qquad \dots (2)$$

நீள்வட்டப்பாதையில் செல்கின்ற மின்னணுவின் முனைவு ஆயத் தொலைவுகள் r, ϕ எனின், நீள்வட்டச் சுற்றுப் பாதையின் பரப்பளவு.

$$A = \int_{o}^{T} \frac{1}{2} r^2 \left(\frac{d\phi}{dt}\right) \cdot dt \qquad \dots (3)$$

இங்கு $\frac{1}{2} r^2 \frac{d\phi}{dt}$ என்பது மின்னணுவின் பரப்புத் திசைவேகம் (areal Velocity).

அணுவிலுள்ள மின்னணுவின்சுற்றுப்பாதை கோண உந்தம்.

$$p_l = mr^2 \omega = m r^2 \left(\frac{d\phi}{dt}\right)$$

$$\therefore \frac{1}{2} r^2 \frac{d\phi}{dt} = \frac{p_l}{2m} \qquad \dots (4)$$

$$\therefore \text{பரப்பளவு } A = \int_{o}^{T} \frac{P_l}{2m} \cdot dt = \frac{p_l}{2m} \int_{o}^{T} dt = \frac{p_l}{2m} T \qquad \dots (5)$$

சமன்பாடு (5) ஐ சமன்பாடு (2) ல் பதிலீடு செய்ய சுற்றுப்பாதை காந்தத் திருப்புத்திறன்.

$$\mu_l = \frac{e}{T} \cdot \frac{p_l}{2m} \cdot T = \frac{e}{2m} \cdot p_l$$

அல்லது $$\frac{\mu_l}{p_l} = \frac{e}{2m} \qquad \dots (6)$$

Scanned by CamScanner

குவாண்டம் கொள்கைப்படி சுற்றுப்பாதை கோண உந்தம்.

$$p_l = \frac{l\,h}{2\pi} = l\,\hbar \qquad \ldots (7)$$

இங்கு $l = 0, 1, 2, 3 \ldots$

∴ காந்தத் திருப்புத்திறன்

$$\mu_l = \frac{e}{2m} \cdot \frac{lh}{2\pi} = \frac{eh}{4\pi m} \cdot l \qquad \ldots (8)$$

μ_1 ன் அலகு ஆம்பியர் மீ (அல்லது) ஜூல்/டெஸ்லா.

$l = 0$ எனின் $\mu_1 = 0$

$l = 1$ எனின் $\mu_1 = \frac{eh}{4\pi m}$

பொதுவாக காந்தத் திருப்புத்திறன் $eh/4\pi m$ ன் முழு எண் பெருக்கற்பலனாகும். $eh/4\pi m$ எனும் அளவு, அணுக் காந்த இருமுனை திருப்புத்திறனை அளவிடுவதற்கான அடிப்படை அலகாகும். இதனை போர் மேக்கனட்டான் (Bohr magneton) என அழைப்பர். இதனை M_B எனும் எழுத்தால் குறிக்கப்படுகிறது.

$$\therefore M_B = \frac{\mu_1}{l} = \frac{eh}{4\pi m}.$$

$e/m = 1.760 \times 10^{11}$ கூலும் கி.கி

$h = 6.625 \times 10^{-34}$ ஜீ - நொ

$$\therefore \frac{eh}{4\pi m} = \frac{1.760 \times 10^{11} \times 6.625 \times 10^{-34}}{4\pi}$$

$\therefore M_B = 9.273$ ஜூல்-டெஸ்லா$^{-1}$

லேண்டேயின் g காரணி (Lande's g Factor) சுற்றுப்பாதை காந்தத் திருப்புத்திறன் μ_l ற்கும் சுற்றுப்பாதை கோண உந்தம் p_l ஆகியவற்றிற்கிடையே உள்ள தகவு மாறிலியாகும். இதனை சுழல் காந்தத் தகவு (gyromagnetic ratio) என்பர்.

Scanned by CamScanner

$$\mu_l = \frac{eh}{4\pi m} \cdot l$$

$$p_l = \frac{lh}{2\pi}$$

$$\frac{\mu_l}{p_l} = \frac{eh}{4\pi m} \cdot l \times \frac{2\pi}{lh} = \frac{e}{2m}$$

பொதுவாக $\frac{\mu_l}{p_l} = \frac{e}{2m} \cdot g$ ... (9)

இங்கு g என்பது **லேண்டேயின் பிரிவுக் காரணி**. மின்னணு சுற்றுப்பாதையில் சுற்றும்போது $g=1$.

$$\therefore \frac{\mu_l}{p_l} = \frac{e}{2m}.$$

(iii) தற்சுழற்சி காந்த திருப்புத்திறன் (Spin magnetic moment) மின்னணு தன் அச்சினைச் சுற்றி தற்சுழற்சி கொள்வதால், இது காந்தத் திருப்புத்திறனை தோற்றுவிக்கிறது. இதனை தற்சுழற்சி காந்தத் திருப்புத்திறன் என்பர். இதனை μ_s எனும் எழுத்தால் குறிக்கப்படுகிறது.

$$\mu_s = 2 \cdot \left(\frac{e}{2m}\right) \cdot p_s \quad \text{... (9)}$$

தற்சுழற்சி அதிர்வெண், சுற்றுப்பாதை அதிர்வெண்ணைப் போன்று இரு மடங்கு என்பதால் 2 புகுத்தப்பட்டுள்ளது.

தற்சுழற்சி திருப்புத்திறன்

$$p_s = s \cdot \frac{h}{2}\pi = s.\hbar \quad \text{... (10)}$$

இங்கு $s = 1/2$ தற்சுழற்சி குவாண்டம் எண்

$$\therefore \mu_s = 2 . \left(\frac{e}{2m}\right) . \frac{sh}{2\pi} = 2 . \left(\frac{eh}{4\pi m}\right) . s \quad \text{... (10)}$$

$$\mu_s = 2 \cdot M_B \cdot s \quad \text{... (11)}$$

ஆனால் $s = 1/2$

$\therefore \mu_s = M_B = 1$ போர் மேக்னெட்டான்.

Scanned by CamScanner

சமன்பாடு (9) லிருந்து,

$$\frac{\mu_s}{p_s} = 2 \cdot \left(\frac{e}{2m}\right) \quad \text{... (12)}$$

இது ஒரு மாறிலி

$$\therefore \quad \frac{\mu_s}{p_s} = g_s \left(\frac{e}{2m}\right) \quad \text{... (13)}$$

இங்கு $g_s = 2$, தற்சுழற்சி இயக்கத்திற்கு இது லேண்டேயின் பிரிவு காரணி.

48. வெக்டர் அணுமாதிரிக்கு செய்முறைச் சான்று (Experimental confirmation of vector atom Model)

(i) ஸ்டெர்ன்-கெர்லாக் சோதனை (Stern-Gerlach Experiment)

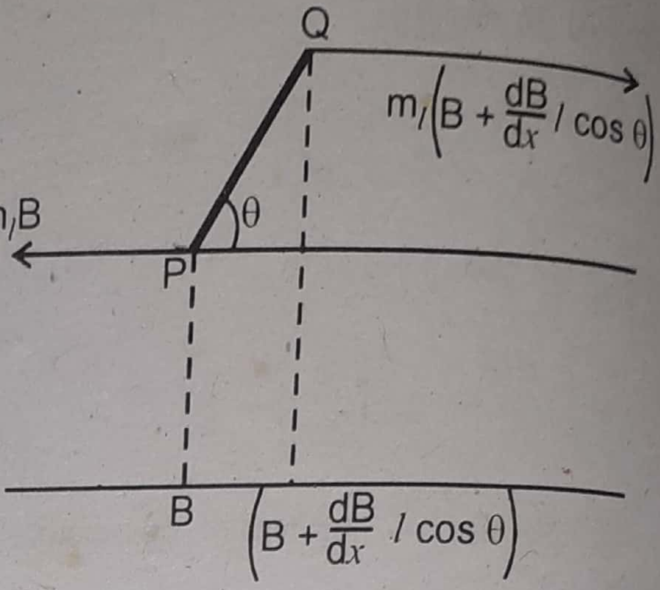
1921 ல் ஸ்டெர்ன் மற்றும் கெர்லாக் ஆகிய இருவர்களால் செய்யப்பட்ட சோதனை, வெக்டர் அணுமாதிரியின் முக்கிய அம்சங்கட்கு நேரடி சான்றாக அமைந்தது. இந்தச் சோதனையில் பலபடித்தான காந்தப்புலத்தில் அணுக்கதிர் கற்றையின் விலகல் ஆராயப்பட்டது. இடம் சார்ந்த வரையறுத்தல், தற்சுழற்சி மின்னணு, வரையறுக்கப்பட்ட அணுக்காந்தத் திருப்புத்திறன் போன்ற கருத்துக்களை இந்தச் சோதனை சரியாக நிரூபித்தது.

தத்துவம்: மின்னணுவின் சுற்றுப்பாதை இயக்கம், தற்சுழற்சி இயக்கம் ஆகியவற்றினால் அணு ஒரு காந்தமாக அமைகிறது. இந்தக் காந்தத்தை ஒருபடித்தான (homogeneous) காந்தப் புலத்தில் வைக்கும்போது, அணுக்காந்தம் ஓர் இரட்டை விசைக்கு உட்படுகிறது. இதனால் இதன் அச்சு, காந்தப் புலத்திசையில் சுழற்சி அடைகிறது இந்த இரட்டை விசை $\mu B \sin\theta$ ஆகும். இங்கு θ என்பது μ திசைக்கும், B திசைக்குமிடையே அமைந்த கோணமாகும். μ என்பது காந்தத் திருப்புத்திறன்.

இவ்வாறின்றி காந்தத்தை பலபடித்தான (Hetrogeneous) காந்தப்புலத்தில் வைப்பதாகக் கொள்வோம். இரு அணு முனைகளும் (Poles) மாறுபட்ட விசைகட்கு உட்படுவதால், அணுக்காந்தம் குறுக்கு இடப்பெயர்ச்சி (transverse displacement) அடையும். அதாவது பலபடித்தான காந்தப் புலத்தில் அணுக் காந்தம் நேர்கோட்டுப் பாதையிலிருந்து விலகலடையும். இந்த குறுக்கு விலகலைக் கீழ்க்கண்டவாறு கணக்கிடலாம்.

Scanned by CamScanner

X - அச்சுத் திசையில் அமைந்த பலபடித்தான காந்தப் புலத்தைக் கருதுவோம். இதன் சரிவு dB/dx . இந்தப் புலத்தில் அணுக் காந்தம் (PQ) வைக்கப்பட்டுள்ளது. இதன் துருவ வலிமை m_l எனவும், நீளம் l எனவும் கொள்வோம். இந்தக் காந்தம் படம் 4-4 ல் காட்டியவாறு புலத்திசையில் ϕ கோணத்தை அமைக்கிறது. முனை P-ல் உள்ள



படம் 4–4

புல வலிமை B; முனை Q-ல் உள்ள முனை வலிமை $B + \frac{dB}{dx} . l \cos\theta$. இந்தக் காந்த முனைகளில் செயற்படும் விசைகள் முறையோ m_l, B, $m_l\left[B + \frac{dB}{dx} l \cos\theta\right]$.

X -அச்சில் இருமுனையில் செயற்படும் தொகுபயன் விசை

$$F_x = m_l \frac{dB}{dx} \cdot l \cos\theta$$

$$= \mu \left[\frac{dB}{dx}\right] \cos\theta$$

இங்கு $\mu = m_l \times l$, இரு முனையின் காந்தத் திருப்புத்திறன்.

புலத் திசைக்குச் செங்குத்துத் திசையில் அணுக்காந்தம் எறியப்படுவதாகக் கொள்வோம். காந்தப் புலப் பகுதியின் நீளம் L எனக் கொண்டால், இந்தத் தொலைவினைக் கடக்கும்போது அடையும் குறுக்கு விலகல்.

$$D = \frac{1}{2} a t^2$$

இங்கு a-முடுக்கம், t-என்பது தொலைவு L-ஐக் கடப்பதற்கான நேரம்.

முடுக்கம் = விசை / நிறை

Scanned by CamScanner

$$= \frac{F_x}{m} = \frac{\mu}{m}\left[\frac{dB}{dx}\right] \cdot \cos\theta \qquad \text{.... (1)}$$

நேரம் $t = \frac{L}{v}$

இங்கு v என்பது அணுக் காந்தத்திறன் திசைவேகம்.

$$\therefore \quad D = \frac{1}{2}\frac{\mu}{m}\left[\frac{dB}{dx}\right] \cdot \cos\theta \left[\frac{L}{v}\right]^2 \qquad \text{... (2)}$$

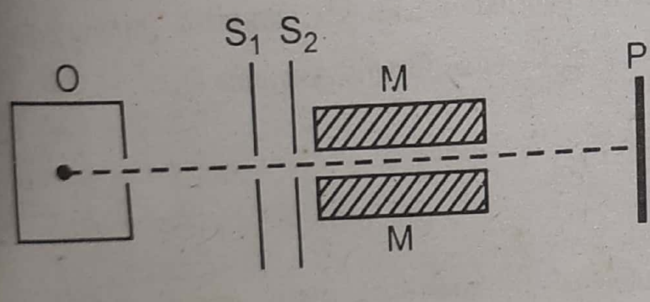
புலத் திசையில் காந்தத் திருப்புத்திறனின் கூறு μ_1 எனின்,

$\mu_1 = \mu \cdot \cos\theta$

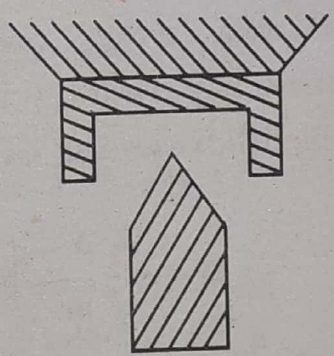
$$\therefore \quad D = \frac{1}{2}\frac{\mu_1}{m}\left[\frac{dB}{dx}\right]\left[\frac{L}{v}\right]^2 \qquad \text{... (3)}$$

எனவே $D \propto dB/dx$. அளவிடத்தக்க விலகல் பெறுவதற்கு புலம் அதிக சீரற்றதாக இருக்கவேண்டும். $dB/dx = 0$ எனின் D - ம் சுழியாகும். அதாவது சீரான காந்தப் புலத்தில் குறுக்கு இயக்கம் கிடையாது.

சோதனை அமைப்பு: (Experimental arrangement)



படம் 4–5



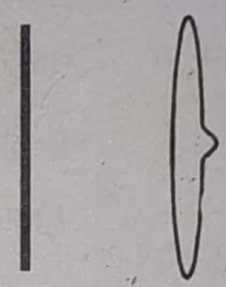
படம் 4–6

ஸெடெர்ன் - கெர்லாக் செய்த ஆய்விற்கான சோதனை அமைப்பு படம் 4-5 ல் காட்டப்பட்டுள்ளது. ஆய்விற்கான மாதிரி, மின் அடுப்பு (electric oven) Oல் சூடுபடுத்தப்படுகிறது. இதனால் அணுக் கதிர்கள் எல்லாத் திசைகளும் உமிழப்படுகின்றது. இவற்றின் திசைவேகம் ஆவியாதல் வெப்பநிலையைச் சார்ந்தது. இந்தக் கதிர் S_1, S_2 எனும் இரு பிளவுகள் வழியாகச் செலுத்தி இணையாக்கப்படுகிறது. பின்பு இந்தக் கற்றைகள் பிரத்தியோகமாக வடிவமைக்கப்பட்ட காந்த முனைகள் MM வழியாகச் செலுத்தப்படுகிறது. காந்த முனைகளில் ஒன்று கத்தி விளிம்பு வடிவமும்,

Scanned by CamScanner

மற்றது தட்டையான முகமும், அதில் ஒரு பள்ளமும் கொண்டது. (படம் 4-6). கத்தி விளிம்பிற்கு அருகில் காந்த விசைக்கோடுகள் நெருக்கமாகவும், மற்ற இடங்களில் காந்த விசைக்கோடுகள் குறைவாக உள்ளன. எனவே மிகக் குறைந்த நீளத்திலும் காந்தப் புலத்திலம் சீரற்றதாக அமைகிறது. இந்தப் புலம் கற்றை செல்லும் திசைக்குச் செங்குத்துத் திசையில் செயற்படுகிறது. இதன் வழியாகச் சென்ற கற்றை புகைப்படத் தகடு P- ன்மீது விழுகிறது. இந்த அமைப்பு முழுவதும் முற்றிலும் வெற்றிடமாக்கப்பட்ட அறையில் வைக்கப்பட்டுள்ளது.

முடிவுகள் : முதன்முதலாக வெள்ளி முழுமையாக ஆராயப்பட்டது. புலம் இல்லாதபோது, வெள்ளிக்கு புகைப்படத் தகட்டில் ஒரு மெல்லிய கோடு (படம் 4–7 (a)) தோன்றியது. பல்படித்தான காந்தப் புலம் செயற்படுத்தும்போது இரு வரிகள் தோன்றுகிறன (படம் 4 –7 (b)). இவ்விரு வரிகளும் மூல வரிக்கு இரு பக்கங்களிலும் அமைந்திருந்தது. வலப் பக்கமாக அமைந்துள்ள வரி சிறிது ஒழுங்கற்றதாக உள்ளது. கத்தி முனைக்கு அருகில் காந்தப் புலம் சீரற்றதாக இருப்பதே இதற்குக் காரணம்.



(a) (b)

படம் 4–7

இந்த வரிச் சுவடுகளைப் பயன்படுத்தி சராசரி விலகல் D துல்லியமாகக் கணக்கிடலாம். காந்த முனைகட்கிடையே கத்தி விளிம்பு முனைக்கு இணையாக ஒரு பிஸ்மத் (bismuth) கம்பியை பல இடங்களில் அமைத்து புலச்சரிவு dB/dx கணக்கிடலாம். L,v ஆகியவை தெரிந்தமையால்,

$$D = \frac{1}{2}\frac{\mu_1}{m} \cdot \left[\frac{dB}{dx}\right] \left(\frac{L}{v}\right)^2$$

எனும் சமன்பாட்டைப் பயன்படுத்தி μ_1 கணக்கிடலாம். இதன் மதிப்பு ± 1 மேக்னெட்டானாக இருந்தது. வரிகள் பிரிந்திருப்பதிலிருந்து, வெள்ளியின் இடம் சார்ந்த வரையறுப்பு நிரூபணமாகிறது. தற்சுழற்சி மின்னணு என்ற கொள்கையும் நிரூபிக்கப்பட்டது.

Scanned by CamScanner